

المعايرات المباشرة

Les dosages directs

I مبدأ المعايرة.

نستغل نتائج حصة الأعمال التطبيقية TP

معايرة نوع كيميائي في محلول هي تحديد تركيزه المولي في هذا المحلول. من أجل ذلك ننجز تفاعلا كيميائيا مع نوع كيميائي آخر يكون تركيزه معلوما.

* نقطة التكافؤ: يتفاعل النوع المعايير مع النوع المعايير خلال التفاعل و عند نقطة التكافؤ يكونا قد استهلكا كلياً.

خلال المعايرة يجب معلمة نقطة التكافؤ, يمكن ذلك من خلال:

✚ تغير لون الوسط التفاعلي.

✚ تغير لون كاشف ملون تمت إضافته مسبقاً إلى الوسط التفاعلي.

✚ رسم منحنى تطور الموصلية G للوسط التفاعلي.

ملحوظة: عند توفر منحنى التدرج $G=f(c)$ لمحلول إلكتروليتي, يمكن تحديد تركيز المحلول من خلال قياس الموصلية دون انجاز التفاعل, نتحدث عن معايرة غير مخبرية.

II معايرة حمض-قاعدة.

1 تحليل المنحنى.

- أثناء المعايرة تتفاعل أيونات الهيدروكسيد مع أيونات الأوكسونيوم فتختفي مما يقلص موصلية الخليط, ورغم ازدياد أيونات الصوديوم في الخليط فإن موصلته G تنقص و السبب أن لها موصلية مولية أيونية ضعيفة مقارنة مع أيونات الأوكسونيوم $\lambda_{Na^+} \ll \lambda_{H_3O^+}$.

- عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم بإفراط تكون أيونات الأوكسونيوم قد تفاعلت كلياً و أيونات الهيدروكسيد التي لم تتفاعل تسبب ازدياد موصلية الخليط من جديد.

2 جدول التقدم:

$H_3O^+ + HO^- \longrightarrow 2 H_2O$			معادلة التفاعل	
$n(H_3O^+)$	$n(HO^-)$	$n(H_2O)$	التقدم	الحالة
$n_i = C_A \cdot V_A$	$n_a = C_B \cdot V_B$	بوفرة	0	البدئية
$C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B \neq 0$	$C_B \cdot V_B - x = 0$	بوفرة	$x = C_B \cdot V_B$	قبل التكافؤ $V_B < V_{eq}$
$C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_{eq} = 0$	$C_B \cdot V_B - x_{eq} = 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	عند التكافؤ $V_B = V_{eq}$
0	$C_B \cdot V_B - x_{eq} \neq 0$	بوفرة	$x_{eq} = C_B \cdot V_{eq}$	بعد التكافؤ $V_B > V_{eq}$

* استنتاج:

عند التكافؤ تساوي كمية مادة H_3O^+ في الحجم V_A للحمض كمية المادة HO^- للقاعدة في

الحجم V_{eq} المضاف, نكتب بذلك: $n_i(H_3O^+) = n_a(HO^-)$ ومنه: $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{eq}$

(3) تطبيق.

لنحسب تركيز المحلول S_A لحمض الكلوريدريك:

$$\text{لدينا: } C_B = 1 \text{ mol/L و } V_A = 100 \text{ mL و } V_{eq} = 10.5 \text{ mL}$$

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_{eq}}{V_A} = \frac{1 \cdot 10.5}{100} \text{ mol/L} \approx 0.1 \text{ mol/L}$$

III معايرة أحسدة-اختزال.

* تجربة:

- نصب في كأس من سعة 100 mL, بواسطة ماصة معايرة, حجما $V_{red} = 20 \text{ mL}$ من محلول كبريتات الحديد ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) تركزه C_{red} مجهول. نضيف بحضر 5 mL من حمض الكبريتيك المركز, ثم نضع الكأس فوق المحرك المغناطيسي.
- نملاً سحاحة مدرجة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم تركيزه معلوم $C_{Ox} = 0.2 \text{ mol/L}$.
- نضيف, تدريجياً, محلول برمنغنات البوتاسيوم حتى أول قطرة يتحول عندها لون الخليط من أخضر فاتح إلى البنفسجي ($V_{eq} = 19.4 \text{ mL}$).

* جدول التقدم:

$MnO_4^- + 5 Fe^{2+} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$						معالجة التفاعل	
كميات المادة						التقدم	المالة
$n_a(MnO_4^-)$	$n_i(Fe^{2+})$	بوفرة	0	0	بوفرة	0	البدئية
$n_a(MnO_4^-) - x_{eq}$	$n_i(Fe^{2+}) - 5 \cdot x_{eq}$	بوفرة	x_{eq}	$5 \cdot x_{eq}$	بوفرة	x_{eq}	النهائية

* عند التكافؤ:

تختفي عند نقطة التكافؤ كل من أيونات الحديد و أيونات البرمنغنات المضافة:

$$n_i(Fe^{2+}) - 5 \cdot x_{eq} = 0 \quad \text{و} \quad n_a(MnO_4^-) - x_{eq} = 0$$

$$\text{و بما أن: } n_i(Fe^{2+}) = C_{Red} \cdot V_{Red} \quad \text{و} \quad n_a(MnO_4^-) = C_{Ox} \cdot V_{eq}$$

$$\text{فإن: } \frac{C_{Red} \cdot V_{Red}}{5} = C_{Ox} \cdot V_{eq}$$

* تطبيق:

$$C_{Red} = \frac{5 \cdot C_{Ox} \cdot V_{eq}}{V_{Red}} = \frac{5 \cdot 0.02 \cdot 19.4}{20} \text{ mol/L} = 0.097 \text{ mol/L}$$